La réaction de NH_3 avec C_6H_5OH :

$$NH_3 + C_6H_5OH^- \rightleftarrows NH_4^+ + C_6H_5O^-.$$

La constante d'équilibre est :

$$K' = \frac{[C_6H_5O^-].[NH_4^+]}{[NH_3].[C_6H_5OH]} = \frac{Ka_2}{Ka_3} = \frac{1}{6,32} \Rightarrow K' = 0,158$$

$$\pi = \frac{[NH_4^+].[C_6H_5O^-]}{[NH_3].[C_6H_5OH]} = \frac{n(NH_4^+).n(C_6H_5O^-)}{n(NH_3).n(C_6H_5OH)}$$

$$\Rightarrow \pi = \frac{0,2 \times 0,1}{0,1 \times 0,2} = 1$$

$\pi > K' \Rightarrow$ La réaction inverse se produit spontanément. Le systéme évolue spontanément dans le sens direct.

Exercice N°3 :

$CH_3NH_3^+ / CH_3NH_2$; $pKa_1 = 10,6$.

$HClO / ClO^-$; $pKb_2 = 6,5$

1°)

a- On a : $pKa_1 = 14 - pKb_2 = 14 - 6,5 = 7,5$.

$\Rightarrow pKa_2 < pKa_1 (=) Kb_1 > Kb_2$.

Plus que **Ka** est grande plus que l'acide est fort plus que sa base conjuguée est faible.

$$\Rightarrow \left\{ \begin{array}{c} HClO \text{ est plus fort que } CH_3NH_3^+ \\ CH_3NH_2 \text{ est une base plus forte que } ClO^- \end{array} \right\}$$

b- $K_{b_1} = \frac{[CH_3NH_3^+].[OH^-]}{[CH_3NH_2]}$

$K_{b_2} = \frac{[HClO].[OH^-]}{[ClO^-]}$

2°)

a- $HClO + CH_3NH_2 \rightleftarrows ClO^- + CH_3NH_3^+$

b- $K = \frac{[ClO^-].[CH_3NH_3^+] \times [OH^-]}{[HClO].[CH_3NH_2] \times [OH^-]} = \frac{Kb_1}{KB_2}$

$$= \frac{Ke.Ka_2}{Ka_1.Ke} = \frac{Ka_2}{Ka_1} = \frac{10^{-pka_2}}{10^{-pKa_1}} = 10^{pKa_1 - pKa_2}$$

$\Rightarrow K = 10^{10,6-7,5} = 10^{3,1} = 1258,9$

On a $K > 1$

Les entités à gauche sont plus fortes que celles à droite. Donc **HClO** est un acide plus fort que $CH_3NH_3^+$ et CH_3NH_2 est une base plus forte que ClO^-.